

وزاره التربيـــة و التعليـــم
الإدارة المركزية لتطوير المناهج
ادارة تنميـــة مـــادة العلـــوم

الكيمياء

الاتزان الكيميائى

الصف الثالث الثانوى

2023 / 2024

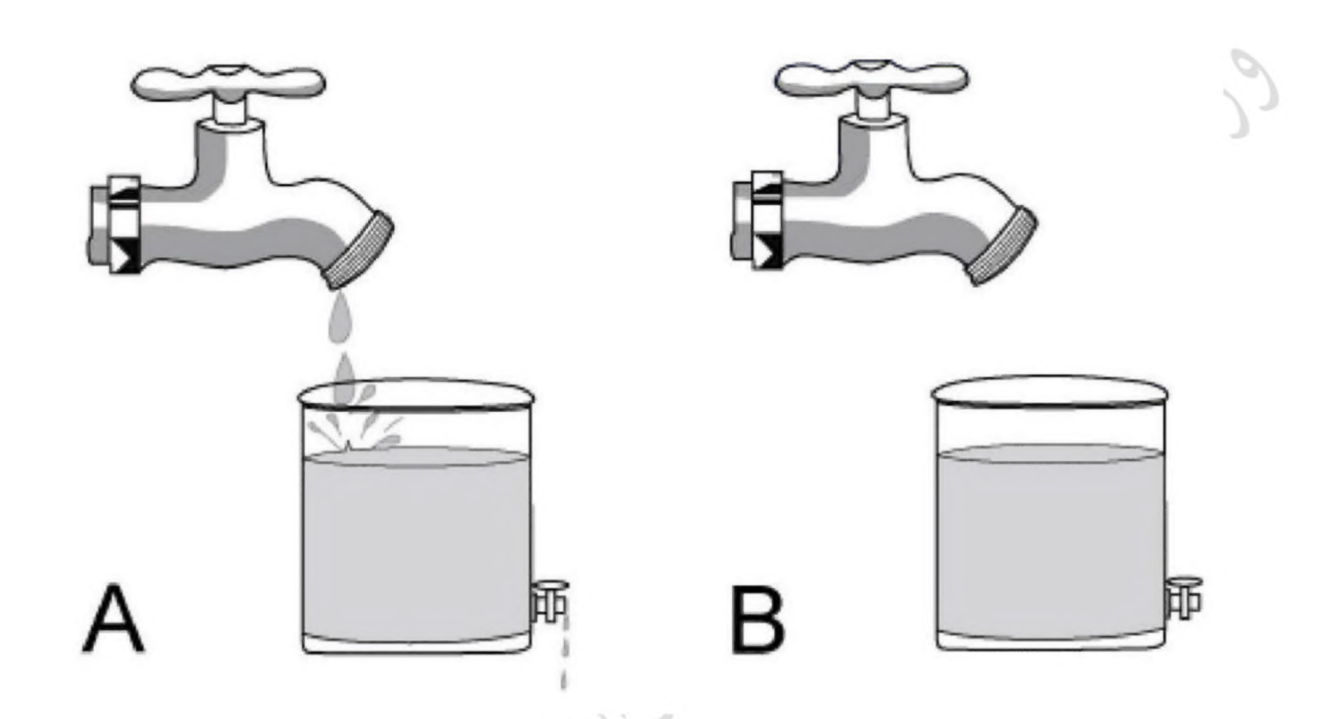
الباب الثالث

لجنة الإعداد
أ/ سامح وليم صادق يوسف
أ/ إيمان بالله ابراهيم محمد
أ/ مينا عطية عبد الملك

الإشراف الفنى
مستشار العلوم
د/ عزيزة رجب خليفة

المراجع
ا/ عبدالله عبدالواحد عباس

رئيس الإدارة المركزية لتطوير المناهج
د/ أكرم حسن

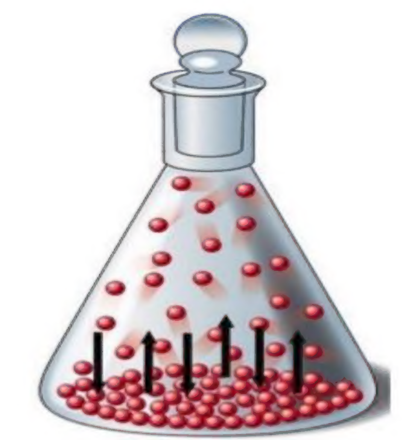


الدرس الأول: الاتزان الكيميائى

الدرس الثانى: الاتزان الأيونى

أسئلة امتحانات الأعوام السابقة







- عند وضع قليل من الماء فى دورق زجاجى مغلق والتسخين نلاحظ بعد فترة قصيرة حدوث عمليتين متعاكستين هما التبخير والتكثيف.
- فى بداية التسخين تكون عملية التبخير هى العملية السائدة وتقل كمية الماء ويزداد الضغط البخارى.

الضغط البخارى: هو ضغط بخار الماء الموجود فى الهواء عند درجة حرارة معينة.

تستمر عملية التبخير حتى يتساوى الضغط البخارى مع ضغط البخار المشبع.

ضغط بخار الماء المشبع: هو أقصى ضغط لبخار الماء يمكن أن يتواجد فى الهواء عند درجة حرارة معينة.

- وهنا تنشأ حالة اتزان عندما يتساوى معدل التبخير مع معدل التكثيف. وعندما يكون:

عدد جزيئات الماء التى تتبخر = عدد جزيئات البخار التى تتكثف. وتثبت كمية الماء فى الإناء.

النظام المتزن: هو نظام ساكن على المستوى المرئى ديناميكى على المستوى غير المرئى.

- الحالة السابقة تمثل نوعًا من الاتزان الديناميكى فى الأنظمة الفيزيائية والتى يمكن حدوث مثيل لها فى التفاعلات الكيميائية.

أنواع التفاعلات الكيميائية

- التفاعلات التامة (غير الانعكاسية)
- التفاعلات غير التامة (الانعكاسية)

1- التفاعلات التامة (غير الانعكاسية):

" هى تفاعلات تحدث فى اتجاه واحد فقط (تكوين النواتج) ولا تستطيع النواتج أن تتحد مع بعضها (تحت نفس ظروف التفاعل) لتكوين المتفاعلات مرة أخرى بسبب خروج أحد النواتج فى صورة غاز (g) أو راسب (s) وانفصاله عن حيز التفاعل".

أمثلة:

أ) إضافة محلول نترات فضة إلى محلول كلوريد صوديوم

$$NaCl_{(aq)} + AgNO_{3(aq)} \longrightarrow NaNO_{3(aq)} + AgCl_{(s)}\downarrow$$

راسب أبيض

ب) تفاعل الماغنسيوم مع حمض الهيدروكلوريك

$$Mg_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow MgCl_{2(aq)} + H_{2(g)}\uparrow$$

غاز

2- التفاعلات غير التامة (الانعكاسية):

"هى تفاعلات تسير فى كلا الاتجاهين (الطردى والعكسى) حيث تتحد النواتج مع بعضها تحت نفس ظروف التفاعل لتعطى المتفاعلات مرة أخرى ويظل كل من المتفاعلات والنواتج فى حيز التفاعل ".

تفاعل الأسترة:

☆ عند إضافة حمض اسيتيك (خليك) إلى الكحول الإيثيلى تتكون مادة ذات رائحة ذكية تسمى استر اسيتات الإيثيل وماء وذلك طبقًا للمعادلة التالية :

$$CH_3COOH + C_2H_5OH \longrightarrow CH_3COOC_2H_5 + H_2O$$

حمض اسيتيك	كحول ايثيلى	استر استيات (خلات) الايثيل	ماء

☆ المواد الناتجة متعادلة التأثير (الإستر والماء) ومع ذلك عند وضع ورقة عباد شمس زرقاء فى المحلول يتغير لونها إلى اللون الأحمر ويدل ذلك على وجود حمض اسيتيك فى حيز التفاعل ويفسر ذلك بحدوث تفاعل عكسى حيث يتحد الاستر مع الماء لتكوين الحمض والكحول مرة أخرى تحت نفس ظروف التفاعل. أى أن النواتج تعطى المتفاعلات مرة أخرى.

☆ ويظل كلا التفاعلين الطردى والعكسى مستمران ويظل كل من المتفاعلات والنواتج فى حيز التفاعل ويعبر عن ذلك بالمعادلة التالية:

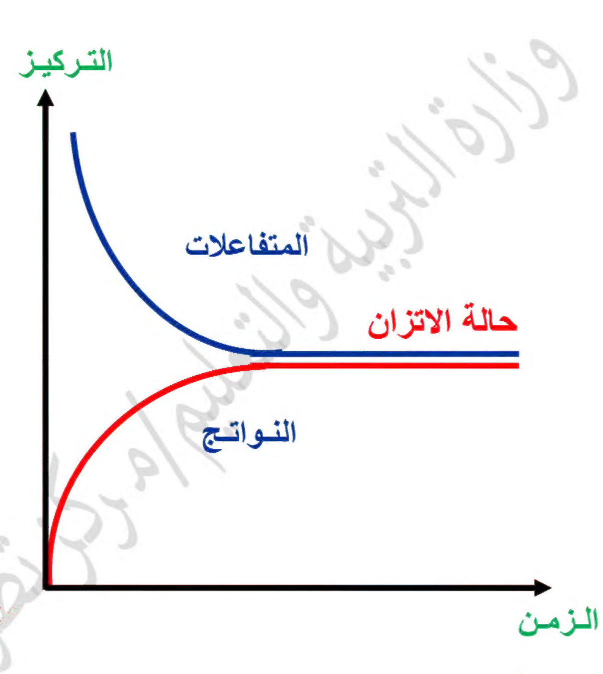
$$CH_3COOH + C_2H_5OH \underset{\text{عكسى}}{\overset{\text{طردى}}{\rightleftharpoons}} CH_3COOC_2H_5 + H_2O$$

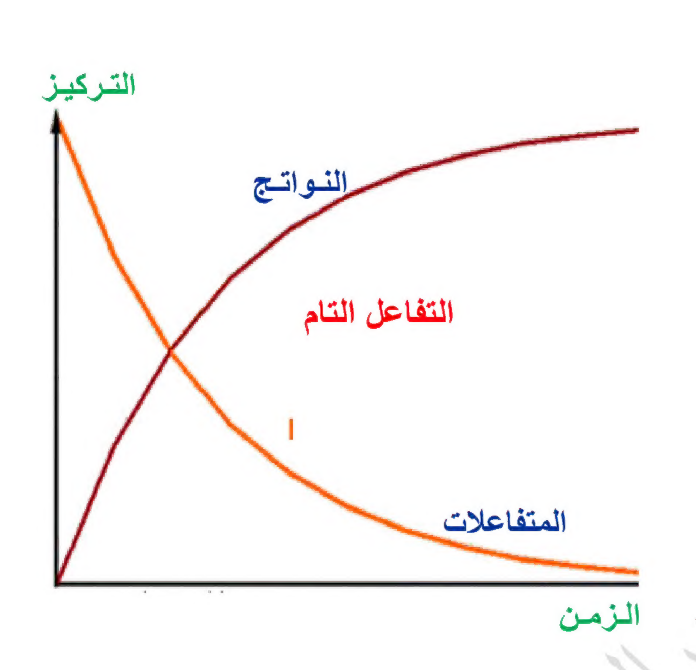
الاتزان الكيميائى

هو نوع من الاتزان الديناميكى يحدث فى التفاعلات الانعكاسية عندما يتساوى معدل التفاعل الطردى مع معدل التفاعل العكسى ويظل تركيز المتفاعلات والنواتج ثابت.

لاحظ أن:

"عند حدوث الاتزان يكون تركيز المتفاعلات أقل من التركيز الذى بدأت به التفاعل بسبب تحول جزء منها إلى نواتج". والشكل البيانى التالى يوضح العلاقة بين التركيز والزمن فى حالة الاتزان وحالة التفاعل التام:





لاحظ أن:

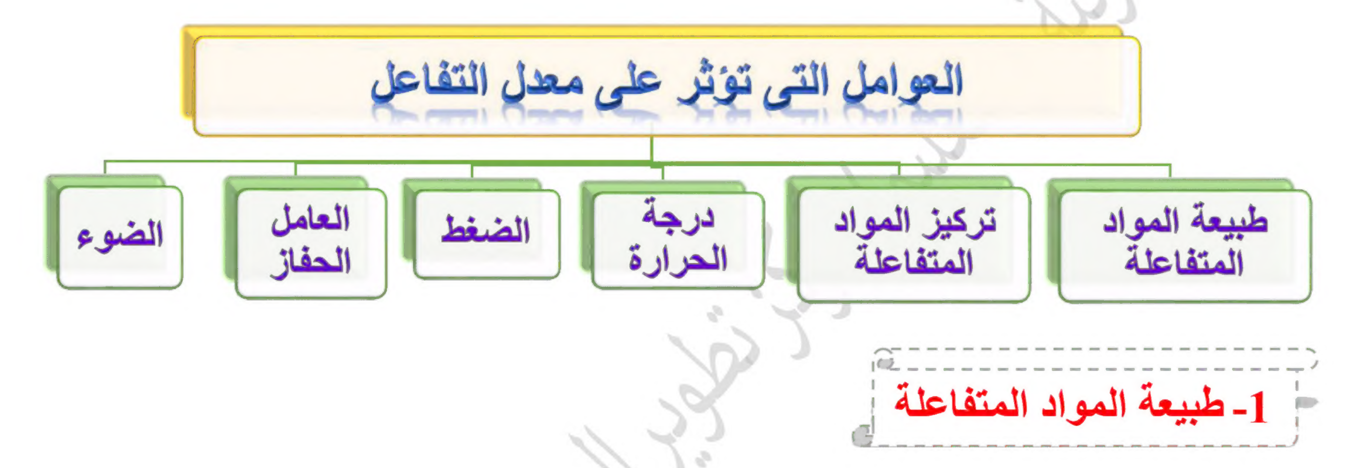
- إذا كانت المتفاعلات والنواتج فى صورة محاليل (aq) يكون التفاعل انعكاسى.
- إذا كان أحد النواتج غاز (g) أو راسب (s) والمواد الأخرى محاليل يكون التفاعل تام.
- إذا كانت المتفاعلات والنواتج غازات فى إناء مغلق يكون التفاعل انعكاسى.

تدريب: أى التفاعلات التالية تام وأيها انعكاسى مع ذكر السبب؟

- $2Cu(NO_3)_{2(s)} = 2CuO_{(s)} + 4NO_{2(g)} + O_{2(g)}$
- $2AgNO_{3(aq)} + BaCl_{2(aq)} = Ba(NO_3)_{2(aq)} + 2AgCl_{(s)}$
- $CO_{(g)} + H_2O_{(g)} = CO_{2(g)} + H_{2(g)}$ فى اناء مغلق
- $NaOH_{(aq)} + HCl_{(aq)} = NaCl_{(aq)} + H_2O_{(\ell)}$
- $Fe_{(s)} + H_2SO_{4(aq)} = FeSO_{4(aq)} + H_{2(g)}$
- $FeCl_{3(aq)} + 3NH_4SCN_{(aq)} = Fe(SCN)_{3(aq)} + 3NH_4Cl_{(aq)}$

معدل التفاعل: التغير الحادث فى تركيز المتفاعلات فى وحدة الزمن

- قد يكون التفاعل سريع ولحظى مثل تفاعل محلول كلوريد الصوديوم مع محلول نترات الفضة لتكوين راسب من كلوريد الفضة ($AgCl$).
- قد يكون التفاعل بطيء نسبيًا مثل تفاعل الزيت مع الصودا الكاوية لتكوين الصابون أو تفاعل الاسترة.
- قد يكون التفاعل بطيء جدًا ويستغرق شهورًا مثل تكوين صدأ الحديد.



1- طبيعة المواد المتفاعلة

- يقصد بها عاملان هما :

أ) نوع الروابط الكيميائية " فى جزيئاتها ".

* إذا كانت الروابط أيونية يكون التفاعل سريع ولحظى لأن التفاعل يتم بين الأيونات مثل محلول $NaCl$ مع محلول $AgNO_3$

* إذا كانت الروابط تساهمية يكون التفاعل بطيء لأن التفاعل يتم بين الجزيئات مثل تفاعلات المواد العضوية.

ب) مساحة السطح المعرض منها للتفاعل، فكلما زادت مساحة السطح المعرض للتفاعل تزداد سرعة التفاعل ويتم ذلك بتجزئة المادة.

لذلك يفضل استخدام مسحوق الخارصين عن قطعة من الخارصين أو برادة الحديد أو ....

2- تركيز المواد المتفاعلة

كلما زاد عدد الجزيئات المتفاعلة (التركيز) تزداد فرص التصادم بين الجزيئات فتزداد سرعة التفاعل.

وقد أوجز العالمان جولدبرج وفاج العلاقة بين سرعة التفاعل والتركيز فيما يسمى قانون فعل الكتلة.

قانون فعل الكتلة:

عند ثبوت درجة الحرارة تتناسب سرعة التفاعل تناسبًا طرديًا مع حاصل ضرب تركيزات المواد المتفاعلة مرفوع كل منها لأس يساوى عدد جزيئاتها فى معادلة التفاعل الموزونة.

طريقة التعبير عن التركيز:

يعبر عن التركيز بوضع رمز المادة فى أقواس [ ] وترفع لأس مساو لعدد الجزيئات أو الأيونات فى معادلة التفاعل الموزونة فمثلاً إذا كان التفاعل هو

$$mA + nB \longrightarrow xC + yD$$

فإن تركيز المواد يعبر عنه كما يلى: $[A]^m$ $[B]^n$ $[C]^x$ $[D]^y$

تجربة لتحقيق قانون فعل الكتلة:

(أثر التغير فى التركيز على سرعة التفاعل) أو (أثر التغير فى التركيز على تفاعل متزن)

$$FeCl_{3(aq)} + 3NH_4SCN_{(aq)} \rightleftharpoons Fe(SCN)_{3(aq)} + 3NH_4Cl_{(aq)}$$

كلوريد حديد III	ثيوسيانات أمونيوم	ثيوسيانات الحديد III	كلوريد أمونيوم
أصفر باهت	عديم اللون	أحمر دموى	عديم اللون

- فى التفاعل المتزن السابق وجد أن إضافة المزيد من $FeCl_3$ وهو أحد المتفاعلات يؤدى إلى زيادة اللون الأحمر الدموى أى زيادة تركيز النواتج. وهذا يعنى إزاحة التفاعل فى اتجاه تكوين النواتج.
- فى التفاعل السابق إذا اعتبرنا أن:

r_1 هى معدل التفاعل الطردى & r_2 هى معدل التفاعل العكسى فإن:

$r_1 \propto [FeCl_3][NH_4SCN]^3$

$\therefore r_1 = K_1 [FeCl_3][NH_4SCN]^3$

ثابت التفاعل الطردى

$r_2 \propto [Fe(SCN)_3][NH_4Cl]^3$

$\therefore r_2 = K_2 [Fe(SCN)_3][NH_4Cl]^3$

ثابت التفاعل العكسى

وعند الاتزان فإن $r_2 = r_1$ أى أن

$K_1[FeCl_3][NH_4SCN]^3 = K_2[Fe(SCN)_3][NH_4Cl]^3$

$\therefore \left(\frac{K_1}{K_2}\right) K_c$ (ثابت الاتزان) $= \frac{[Fe(SCN)_3][NH_4Cl]^3}{[FeCl_3][NH_4SCN]^3} = \frac{\text{حاصل ضرب تركيز النواتج}}{\text{حاصل ضرب تركيز المتفاعلات}}$

أى أن **ثابت الاتزان K_c**: هو النسبة بين حاصل ضرب تركيز النواتج إلى حاصل ضرب تركيز المتفاعلات (مرفوع كل منها لأس يساوى عدد جزيئاتها فى المعادلة الموزونة).

لاحظ أن:

(أ) القيم الصغيرة لثابت الاتزان (أقل من الواحد الصحيح تعنى أن التفاعل لا يسير بشكل جيد نحو تكوين النواتج وأن التفاعل العكسى هو السائد (له تأثير أقوى) مثل ذوبان AgCl فى الماء.

$AgCl_{(s)} \rightleftharpoons Ag^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$ $\quad K_c = [Ag^+][Cl^-]$

ووجد إنه يساوى $1,7 \times 10^{-10}$ مما يدل على عدم قابلية ذوبان AgCl فى الماء.

(ب) القيم الكبيرة لثابت الاتزان تعنى أن التفاعل الطردى هو السائد وأن التفاعل يستمر لقرب نهايته

$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons 2HCl_{(g)}$, $K_c = 4.4 \times 10^{32}$

(ج) تظل قيمة Kc ثابتة للتفاعل الواحد مهما تغيرت تركيزات المتفاعلات أو النواتج طالما عند نفس درجة الحرارة.

(د) لا يؤخذ فى الاعتبار تركيز كل من الماء والمواد الصلبة والرواسب فى معادلة حساب ثابت الاتزان لأن تركيزاتها ثابتة مهما زادت كميتها.

مثال: احسب ثابت الاتزان فى التفاعل:

$I_{2(g)} + H_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$

إذا علمت أن تركيزات كلا من H_2, I_2 , HI عند الاتزان هي: 0.221 M ، 0.221 M ، 1.563 M على الترتيب.

3- درجة الحرارة

كلما زادت درجة الحرارة تزداد طاقة الجزيئات فتزداد سرعة هذه الجزيئات وتزداد فرص التصادم فتزداد سرعة التفاعل.

طاقة التنشيط: هى الحد الأدنى من الطاقة التى يجب أن يمتلكها الجزئ لكى يتفاعل عند الاصطدام.

الجزيئات المنشطة: هى الجزيئات التى تمتلك طاقة مساوية لطاقة التنشيط أو تفوقها.

وجد أن كثير من التفاعلات تتضاعف سرعتها برفع درجة الحرارة بمقدار عشر درجات سيليزية.

تجربة: أثر الحرارة على تفاعل متزن:

دورق زجاجي يحتوى على غاز NO_2 (بنى محمر) مسدود بإحكام وفي درجة حرارة الغرفة. وجد أن:
اللون البنى يزداد برفع درجة الحرارة ويقل كلما انخفضت كما هو مبين بالشكل التالى.


عند التسخين


في درجة حرارة الغرفة


عند التبريد

التفسير: التفاعل انعكاسى متزن ويعبر عنه بالمعادلة التالية:

$$2NO_{2(g)} \underset{\text{تسخين}}{\overset{\text{تبريد}}{\rightleftharpoons}} N_2O_{4(g)} + heat$$

بنى محمر — عديم اللون

رفع درجة الحرارة يؤدى إلى إزاحة التفاعل نحو استهلاك الحرارة الزائدة أى فى الاتجاه العكسى فيزداد NO_2 ويزداد اللون البنى.

خفض الحرارة يؤدى إلى إزاحة التفاعل نحو انتاج الحرارة أى فى الاتجاه الطردى فيختفى اللون البنى بسبب تكون N_2O_4 عديم اللون.

- الحرارة تؤثر على التفاعل المتزن الذى يصاحبه تغير حرارى.

* طارد للحرارة: يعبر عنه $\Delta H = (-)$ أو .... + heat ⇌ .... + ...

* ماص للحرارة: يعبر عنه $\Delta H = (+)$ أو .... − heat ⇌ .... + ...

- إذا كان التفاعل لا يصاحبه تغير حرارى فإن رفع الحرارة أو خفضها لا يؤثر على الاتزان ولكن يغير من سرعة كلا من التفاعلين الطردى والعكسى بنفس المقدار.
- في التفاعل الطارد للحرارة: رفع درجة الحرارة تؤدى إلى إزاحة التفاعل في الاتجاه العكسى وتقل قيمة K_c
- في التفاعل الماص للحرارة: رفع درجة الحرارة تؤدى إلى إزاحة التفاعل في الاتجاه الطردى وتزداد قيمة K_c

4- الضغط

- إذا كانت المواد الداخلة فى التفاعل أو الناتجة منه فى الحالة الغازية فإنه يمكن التعبير عن تركيزها بدلالة الضغط الجزئى للغاز ويرمز له كما يلى $p^{x}_{(\ )}$ حيث x تمثل عدد مولات الغاز فى معادلة التفاعل الموزونة.
- أثر الضغط على تفاعل متزن:

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$$

مول	3 مولات	مولان
حجم	3 حجوم	حجمان
4 حجوم		

فى التفاعل السابق وجد أن زيادة الضغط تؤدى إلى سرعة تكوين النشادر أى أن زيادة الضغط تؤدى إلى سير التفاعل نحو الحجم الأصغر أو الجهة التى يقل فيها الحجم، ويعبر عن ثابت الاتزان فى هذه الحالة بالرمز K_p

$$K_P = \frac{P^2_{(NH_3)}}{P_{(N_2)} \times P^3_{(H_2)}}$$ بدلالة الضغط & $$K_C = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$$ بدلالة التركيز

لاحظ أن: التفاعلات التى لا يصاحبها تغير فى حجم النواتج عن حجم المتفاعلات فإن التغير فى الضغط لا يؤثر على حالة الاتزان فيها (تأكد من أن المعادلة موزونة).

قاعدة لوشاتيليه

إذا حدث تغير فى أحد العوامل المؤثرة على تفاعل متزن مثل التركيز أو الضغط أو الحرارة فإن التفاعل ينشط فى الاتجاه الذى يلغى أو يقاوم هذا التغير.

مثال: فى التفاعل المتزن التالى: $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)} + heat$

ما أثر التغير فى العوامل التالية على كمية غاز النشادر:

1- زيادة كمية N_2. **2- رفع درجة الحرارة.** **3- زيادة الضغط.**

1- زيادة كمية N_2 : تؤدى إلى سير التفاعل وإزاحته نحو تكوين النواتج طبقًا لقاعدة لوشاتيليه فتزداد كمية النشادر.

2- رفع درجة الحرارة: تؤدى إلى إزاحة التفاعل نحو تكوين المتفاعلات طبقًا لقاعدة لوشاتيليه فتقل كمية النشادر.

3- زيادة الضغط: تؤدى إلى إزاحة التفاعل نحو الحجم الأصغر أى اتجاه تكوين النواتج طبقًا لقاعدة لوشاتيليه فتزداد كمية النشادر.

5- العامل الحفاز

هو مادة تغير من معدل التفاعل دون أن تتغير أو تغير من حالة الاتزان.

- العامل الحفاز يؤثر فى كلا التفاعلين الطردى والعكسى بنفس الكيفية لذلك لا يؤثر على حالة الاتزان فى التفاعل المتزن.

المحولات الحفزية فى شكمانات السيارات لتحويل النواتج الملوثة للبيئة إلى نواتج آمنة. وهى عناصر فلزية أو أكاسيدها أو بعض مركباتها.

☆ الانزيمات: "هى جزيئات من البروتين تتكون فى خلايا الكائن الحى" وتستخدم فى العديد من العمليات البيولوجية والصناعية.

6- الضوء

تتأثر سرعة بعض التفاعلات بالضوء ومن أهمها:

- البناء الضوئى فى النبات: (تكوين الكربوهيدرات بفعل الكلوروفيل فى وجود الضوء).
- أفلام التصوير: تحتوى على بروميد الفضة AgBr ذائبًا فى مادة جيلاتينية عند سقوط الضوء (المرتد عن الجسم المراد تصويره) على هذه المادة فإن إلكترون أيون البروميد (Br^-) يتحرر ويكتسبه أيون الفضة (Ag^+) ويتحول إلى فلز الفضة (Ag) الذى يترسب بينما يذوب عنصر البروم فى المادة الجيلاتينية.

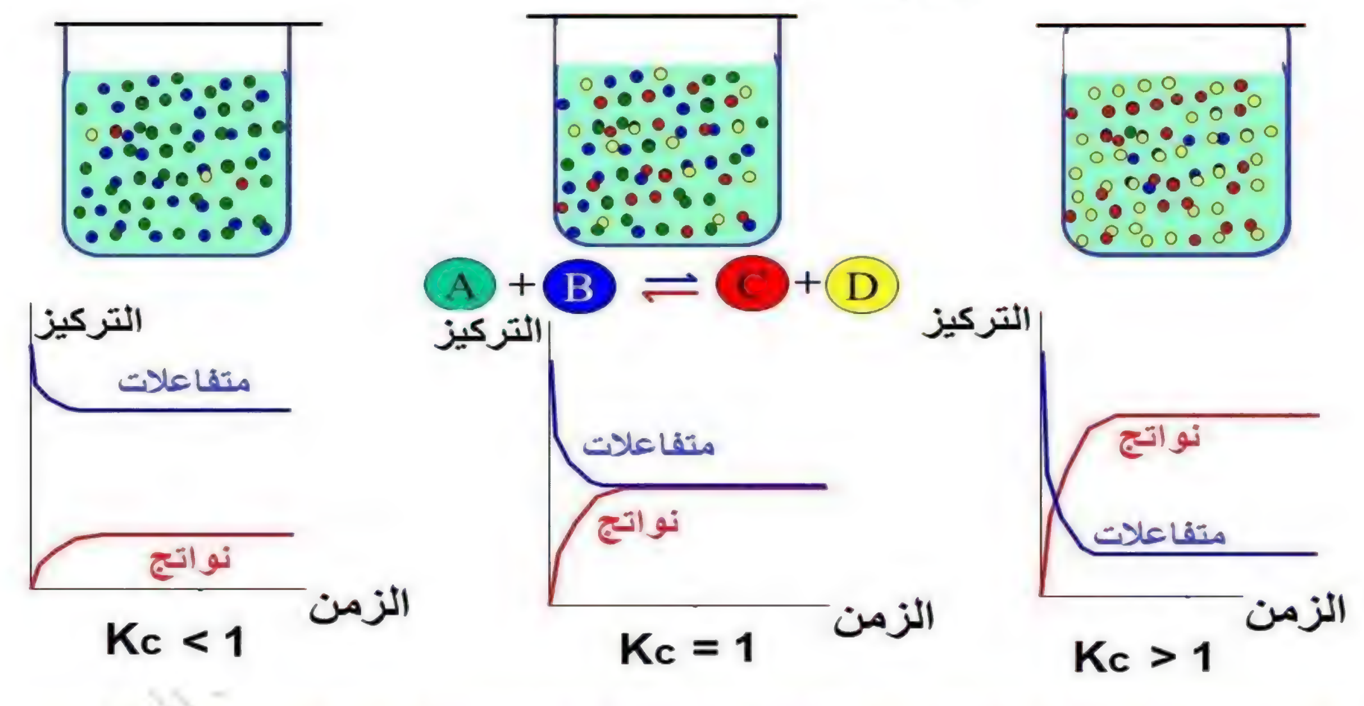
$$Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag \downarrow$$

وكلما زادت شدة الضوء الساقط تزداد كمية الفضة المترسبة مما يساعد فى رسم ملامح الصورة على الفيلم.

لاحظ أن

العوامل التي تؤثر على معدل التفاعل (سرعة التفاعل الكيميائي)	العوامل التي تؤثر على نظام في حالة اتزان (نظام متزن) ((لوشاتيليه))	العوامل التي تؤثر على قيمة ثابت الاتزان.
1. طبيعة المواد المتفاعلة. 2. تركيز المواد المتفاعلة. 3. درجة الحرارة. 4. الضغط. 5. العوامل الحفازة. 6. الضوء.	1. التركيز. 2. درجة الحرارة. 3. الضغط.	درجة الحرارة

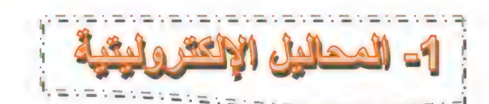
يمكن التعبير عن حالات الاتزان الكيميائى بأحد المخططات التالية:



- عند حساب قيمة K_c يتم التعويض في القانون بقيم التركيزات الموجودة عند الاتزان وليس القيم التي بدأ بها التفاعل. وذلك لأن جزء من التركيزات التي بدأ بها التفاعل تحول إلى نواتج.
- إذا كانت العلاقة بين K_c ودرجة الحرارة علاقة طردية كان التفاعل ماص للحرارة
- إذا كانت العلاقة بين K_c ودرجة الحرارة علاقة عكسية كان التفاعل طارد للحرارة

الاتزان الأيونى

تطبيقات قانون فعل الكتلة على حالات الاتزان الأيوني:



تجربة:

- كون دائرة كهربائية كما بالشكل.
- ضع فى الإناء الزجاجى محاليل مختلفة من (حمض خليك نقى – غاز HCl مذاب فى البنزين) كل على حده واختبر إضاءة المصباح.

الملاحظة : لا يضئ المصباح فى الحالتين.

- اذب 0.1 mol من غاز HCl فى لتر ماء وضعه فى الإناء واختبر إضاءة المصباح.

الملاحظة : يضئ المصباح بشدة ولا تتأثر شدة الإضاءة بتخفيف المحلول بالماء.

- اذب 0.1 mol من حمض الخليك فى لتر ماء وضعه فى الإناء واختبر إضاءة المصباح.

الملاحظة : يضئ المصباح إضاءة ضعيفة وبتخفيف المحلول بالماء تزداد شدة الإضاءة.


إلكتروليت قوى


إلكتروليت ضعيف


لاإلكتروليتية

الاستنتاج:

1- فى حالة حمض الخليك النقى ومحلول HCl فى البنزين لا يحدث توصيل للتيار الكهربى لأن هذه المحاليل غير متأينة (لا إلكتروليتية).

2- محلول HCl فى الماء تام التأين أى كل جزيئاته متأينة بنسبة 100 % لذلك يوصل التيار بشدة والتخفيف لا يؤدى إلى تأين جزيئات جديدة فلا يؤثر.

ويمكن التعبير عن ذلك بالمعادلة التالية:

$$HCl_{(aq)} \longrightarrow H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$ (إلكتروليت قوى)

ملحوظة:

لا يوجد أيون (H^+) حر فى الماء فى المحاليل المائية للأحماض حيث يرتبط بذرة الأكسجين فى جزئ الماء برابطة تناسقية مكونـًا أيون الهيدرونيوم H_3O^+ لذلك يمكن التعبير عن تأين HCl فى الماء كما يلى:

$$HCl_{(g)} + H_2O_{(\ell)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

3- محلول حمض الخليك فى الماء تأينه غير تام أى أن بعض الجزيئات تتأين بينما يظل باقى الجزيئات دون تأين لذلك يكون التوصيل ضعيف وعند تخفيفه بالماء فإن الماء يؤدى إلى تأين جزيئات جديدة فتزداد نسبة الأيونات فى المحلول ويزداد التوصيل.

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$ (إلكتروليت ضعيف)

(H^+) تعنى (H_3O^+) وللسهولة تكتب

$$CH_3COOH_{(aq)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H^+_{(aq)}$$

التأين: عملية تحول الجزيئات الغير متأينة إلى أيونات

وهو نوعان:

- **تأين تام:** يحدث فى الإلكتروليتات القوية حيث تتحول كل الجزيئات إلى أيونات.
- **تأين غير تام:** يحدث فى الإلكتروليتات الضعيفة حيث يتحول جزء من الجزيئات إلى أيونات ثم تتحد هذه الأيونات مع بعضها لتعطى الجزيئات مرة أخرى.

$$AB \rightleftharpoons A^+ + B^-$$

أى تحدث فيه عمليتان متعاكستان (تحول الجزيئات إلى أيونات والعكس).

التفكك: تحول جزيئات أيونية مثل NaCl إلى أيونات Na^+, Cl^-

الاتزان الأيونى

نوع من الاتزان الكيميائى يحدث فى محاليل الإلكتروليتات الضعيفة بين جزيئاتها والأيونات الناتجة منها

قانون أستفالد

- تمكن العالم استفالد من ايجاد العلاقة بين درجة التفكك أو (درجة التأين) ألفا (∝) والتركيز (C) مول / لتر كما يلى:
- نفرض أن لدينا حمض ضعيف احادى البروتون HA يتأين فى الماء كما يلى:

$$HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$$

- وبتطبيق قانون فعل الكتلة على هذا النظام المتزن فإن:

ثابت التأين $K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$

وبالتعويض فى هذا القانون فإن

$$K_a = \frac{\left[\frac{\alpha}{V}\right]\left[\frac{\alpha}{V}\right]}{\left[\frac{1-\alpha}{V}\right]} = \frac{\alpha^2}{V(1-\alpha)}$$

- فى حالة الإلكتروليتات الضعيفة تكون النسبة المفككة ∝ ضئيلة جدًا يمكن إهمالها وبذلك تؤول العلاقة (1 - ∝) إلى الواحد الصحيح.

$$\therefore K_a = \frac{\alpha^2}{V}$$

وحيث أن تركيز HA قبل التفكك

$$C = \frac{1}{V}$$

$$\therefore K_a = \alpha^2 \times C$$

وبفرض أن

عدد مولات HA = 1 مول

حجم المحلول = V لتر

عدد مولات الحمض المفككة = ∝

عدد مولات HA الغير مفككة = (1 - ∝)

عدد مولات (H^+) = ∝ مول

عدد مولات (A^-) = ∝ مول

التركيز = $\frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم باللتر}}$

∴ تركيز HA قبل التأين C = $\frac{1}{V}$

[HA] بعد التفكك = $\frac{1-\alpha}{V}$

$[H^+]$ = $\frac{\alpha}{V}$ مول / لتر

$[A^-]$ = $\frac{\alpha}{V}$ مول / لتر

ومن هذه العلاقة نجد إنه كلما زاد التخفيف (قل التركيز) تزداد درجة التفكك ($\propto$) لكى يظل حاصل الضرب (K_a) مقدار ثابت.

$$\text{درجة التفكك } \propto = \frac{\text{عدد المولات المتفككة}}{\text{عدد المولات قبل التفكك}}$$

مثال: احسب درجة التفكك فى محلول 0.1 M من حمض الهيدروسيانيك HCN عند 25°C علمـًا بأن ثابت التأين له $K_a = 7.2 \times 10^{-10}$

الإجابة: HCN حمض ضعيف غير تام التأين لذلك تنطبق عليه العلاقة

$$K_a = \propto^2 \times C$$

$$\therefore 7.2 \times 10^{-10} = \propto^2 \times 0.1 \qquad \therefore \propto^2 = \frac{7.2 \times 10^{-10}}{0.1}$$

$$\therefore \propto = \sqrt{72 \times 10^{-10}} = 8.5 \times 10^{-5}$$

الجدول التالى يوضح ثابت التأين لبعض الأحماض الضعيفة عند درجة حرارة معينة (للاطلاع فقط):

الحمض	الصيغة الكيميائية	ثابت التأين (K_a)
الكبريتوز	H_2SO_3	1.7×10^{-2}
الهيدروفلوريك	HF	6.7×10^{-4}
النيتروز	HNO_2	5.1×10^{-4}
الاسيتيك (الايثانويك)	CH_3COOH	1.8×10^{-5}
الكربونيك	H_2CO_3	4.4×10^{-7}
البوريك	H_3BO_3	5.8×10^{-10}

حساب تركيز أيون الهيدرونيوم $[H_3O^+]$ للأحماض الضعيفة:

يتفكك حمض الأسيتيك الذى تركيزه (C) مول / لتر فى الماء حسب المعادلة:

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

وبتطبيق قانون فعل الكتلة فإن:

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]} = 1.8 \times 10^{-5}$$

وحيث أن $[H_3O^+] = [CH_3COO^-]$ (لأن عدد المولات متساو والحجم ثابت)

II

وحيث أن الحمض ضعيف فإن ما يتفكك منه (∝) ضئيل يمكن إهماله لذلك فإن:

$C = [CH_3COOH]$ $\therefore \quad K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{C}$

$$\therefore \ [H_3O^+] = \sqrt{K_a \times C_a}$$

مثال: احسب تركيز أيون الهيدروجين فى محلول 0,1 مولارى من حمض الأسيتيك عند 25°C سيليزية علمـًا بأن ثابت التأين له $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$

الحل:

$[H_3O^+] = \sqrt{K_a \times C_a} = \sqrt{0.1 \times 1.8 \times 10^{-5}} = 1.342 \times 10^{-3}$ molar

يعنى تركيز H^+

حساب تركيز أيون الهيدروكسيد $[OH^-]$ لقاعدة ضعيفة:

النشادر (قاعدة ضعيفة) تركيزه C_b عند ذوبانه فى الماء يتأين كما يلى:

$$NH_{3\,(g)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$

وبتطبيق قانون فعل الكتلة فإن :

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

وحيث أن $[OH^-] = [NH_4^+]$

$$\therefore \quad K_b = \frac{[OH^-]^2}{[NH_3]}$$

وبإهمال ما يتفكك من NH_3 فإن $[NH_3{}^+] = (C_b)$ (b من base وتعنى قاعدة)

$$\therefore K_b = \frac{[OH^-]^2}{C_b}$$

$$\therefore \ [OH^-] = \sqrt{K_b \times C_b}$$

2- تأين الماء

الماء إلكتروليت ضعيف (النقى منه) ويعبر عن تأينه كما يلى:

$$H_2O_{(\ell)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons H_3O^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$

وللسهولة تكتب $H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons H^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$

وبتطبيق قانون فعل الكتلة فإن:

$$K_{aq} = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$$

وحيث أن الماء إلكتروليت ضعيف يمكن إهمال ما يتفكك منه لذلك يعتبر تركيزه مقدار ثابت وبضمه إلى K_{aq} نحصل على العلاقة: $K_w = [H^+][OH^-]$

ووجد أن في الظروف القياسية تكون قيمة $K_w = 10^{-14}$ ويسمى الحاصل الأيونى للماء.

الحاصل الأيونى للماء

وحيث أن الماء متعادل التأثير على عباد الشمس (ليس له تأثير حمضى أو قلوى) فإن هذا يعنى أن:

$[H^+] = [OH^-]$ وكل منهما = 10^{-7}

هو حاصل ضرب تركيزى أيونى OH^-, H^+ الناتجين من تأين الماء ويساوى 10^{-14}

تدريب: إذا كان تركيز $[H^+]$ لمحلول ما هو 10^{-6} كم يكون تركيز $[OH^-]$ لنفس المحلول؟ وهل المحلول حمضى أم قلوى؟

الأس (الرقم) الهيدروجينى (pH)

أسلوب للتعبير عن درجة الحموضة أو القلوية للمحاليل بأرقام من صفر إلى 14

أو

هو اللوغاريتم السالب (للأساس 10) لتركيز أيونات الهيدروجين.

$pH = -\log [H^+]$ (p تعنى $-\log$)

وكذلك الرقم الهيدروكسيلي $pOH = -\log [OH^-]$



إذا كان تركيز أيونات H^+ فى محلول ما 10^{-3} احسب كل من:

$[OH^-]$, pH, pOH ثم بين نوع المحلول (حمضى – قلوى – متعادل).

الحل: $[H^+] = 10^{-3}$ $\therefore$ $[OH^-] = 10^{-11}$

$pH = -\log [H^+] = -\log 10^{-3} = 3$

$pOH = -\log [OH^-] = -\log 10^{-11} = 11$

المحلول حمضى لأن قيمة pH < 7 وتركيز $[H^+]$ أكبر من $[OH^-]$

$K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$

$\therefore -\log K_w = (-\log[H^+]) + (-\log[OH^-]) = -\log 10^{-14}$

$\therefore pK_w = pH + pOH = 14$

- فى المحلول المتعادل يكون $pH = pOH = 7$
- فى المحلول الحمضى يكون $pH < 7$، $pOH > 7$
- فى المحلول القلوى يكون $pH > 7$، $pOH < 7$

مثال: إذا كان تركيز حمض الخليك فى محلول مائى له 0.5 M وثابت تأينه 1.8×10^{-5}، احسب كل من: درجة التأين، قيمة pH للمحلول.

3- التحلل المائى للأملاح

- عند إذابة الملح فى الماء يحدث له تحلل مائى حيث تنفصل أنيوناته (السالبة) عن كاتيوناته (الموجبة) فى وجود أيونات الماء H^+، OH^-.
- وتعتمد الخاصية الحمضية أو القلوية للمحلول الناتج عن إذابة الملح فى الماء على قوة كل من الحمض والقاعدة الناتجين.
- أمثلة:

أحماض قوية	قلويات قوية
حمض الهيدروكلوريك HCl ← كلوريد Cl^-	هيدروكسيد بوتاسيوم KOH ← K^+
حمض النيتريك HNO_3 ← نترات NO_3^-	هيدروكسيد صوديوم $NaOH$ ← Na^+
حمض الكبريتيك H_2SO_4 ← كبريتات SO_4^{2-}	

1- التحلل المائى لملح ناتج من حمض ضعيف وقاعدة قوية

محلول كربونات الصوديوم Na_2CO_3

$$Na_2CO_3 \rightleftharpoons 2Na^+ + CO_3^{2-}$$

$$2H_2O \rightleftharpoons 2H^+ + 2OH^-$$

$$Na_2CO_{3(s)} + 2H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons 2Na^+_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)} + [H_2CO_3]_{(aq)}$$

قاعدة قوية   حمض ضعيف $pH > 7$

لاحظ أن: يمكن التعبير عن الحمض الضعيف أو القاعدة الضعيفة بكتابة صيغته فى صورة جزيئات غير متأينة. أما القوى منهم يكتب فى صورة أيونات مفككة لأنه تام التأين.

في المثال السابق

علل: محلول كربونات الصوديوم قلوى التأثير (يزرق صبغة عباد الشمس).

حدث اتحاد بين أيونات H^+ وأيونات CO_3^{2-} وبالتالى يقل تركيز H^+ وبتطبيق قاعدة لوشاتيليه على تأين الماء فإنه يزاح نحو تكوين H^+ فيزداد تركيز أيونات OH^- عن H^+ ويصبح المحلول قلوى ونتيجة لذلك تكون قيمة $pH > 7$

2- التحلل المائى لملح ناتج من حمض قوى وقاعدة ضعيفة

محلول كلوريد الأمونيوم NH_4Cl

$$NH_4Cl \rightleftharpoons NH_4^+ + Cl^-$$

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$

$$NH_4Cl_{(s)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons NH_4OH_{(aq)} + H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

قاعدة ضعيفة   حمض قوى

$7 > pH$

يحدث اتحاد بين أيونات NH_4^+، OH^- فيقل تركيز OH^- وطبقًا لقاعدة لوشاتيليه يتأين مزيد من الماء فيزداد تركيز H^+ عن OH^- ويصبح المحلول حمضى ونتيجة لذلك تكون قيمة $pH < 7$

3- التحلل المائى لملح ناتج من حمض ضعيف وقاعدة ضعيفة

محلول أسيتات الأمونيوم CH_3COONH_4

$$CH_3COONH_4 \rightleftharpoons CH_3COO^- + NH_4^+$$

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$

$$CH_3COONH_{4\,(s)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons CH_3COOH_{(aq)} + NH_4OH_{(aq)}$$

حمض ضعيف   قاعدة ضعيفة

$7 = pH$

يحدث اتحاد بين كل من CH_3COO^-، H^+ وكذلك بين NH_4^+، OH^- فيقل تركيز كل من H^+ ، OH^- ويظل تركيز H^+ = تركيز OH^- ويصبح المحلول متعادل وتكون قيمة $pH = 7$

4- التحلل المائى لملح ناتج من حمض قوى وقاعدة قوية

محلول كلوريد الصوديوم NaCl

$NaCl \longrightarrow Cl^- + Na^+$

$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$

$NaCl_{(s)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} + H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

قاعدة قوية حمض قوى 7 = pH

لم يحدث اتحاد بين الأيونات لأن كلاهما قوى تام التأين ولذلك لا يعتبر تميؤ ويظل تركيز H^+ ، OH^- كما هو ناتج من الماء ويكون المحلول متعادل وقيمة pH له = 7

حاصل الإذابة لملح Ksp

حاصل ضرب تركيزى أيونى الملح مرفوع كل منهما لأس يساوى عدد مولات الأيونات والتى توجد فى حالة اتزان مع محلوله المشبع.

عندما يصل المحلول لحالة التشبع تنشأ حالة اتزان بين المادة الصلبة (المذاب) والمحلول، وعندها تكون سرعة الذوبان = سرعة الترسيب ويظل تركيز المحلول ثابت، وبذلك يمكن تطبيق قانون فعل الكتلة كما فى المثال التالى:

$PbBr_{2(s)} \rightleftharpoons Pb^{2+}_{(aq)} + 2Br^-_{(aq)}$

$$\therefore K_C = \frac{[Pb^{2+}][2Br^-]^2}{[PbBr_2]}$$

وحيث أن الملح شحيح الذوبان أى يمكن إهمال ما يتفكك منه يكون تركيزه مقدار ثابت وتصبح العلاقة:

$$K_{sp} = [Pb^{2+}][Br^-]^2$$

لاحظ أن:

- درجة الذوبان (الذوبانية): هي تركيز المحلول المشبع من الملح شحيح الذوبان في الماء عند درجة حرارة معينة. وتقاس بوحدة (mol/L) أو (g/100g H_2O)

- إذا ورد فى المسألة درجة الإذابة بدلاً من التركيز تستخدم النسبة المولية بين عدد مولات الملح وعدد مولات كل أيون للحصول على تركيز الأيونات. ثم ترفع أيضـًا لأس مساوٍ لها.